GUEZOURI Aek – lycée Maraval - Oran

2013 / 01 / 16

ما يجب أن أعرفه حتى أقول : إني استوعبت هذا الدرس

1 – يجب أن أعرف أن تحليل حمض ضعيف أو أساس ضعيف في الماء يؤدي إلى توازن كيميائي يمكن التحكم فيه خارجيا .

2 – يجب أن أعرف أن ثابت الحموضة يميّز ثنائية أساس / حمض سواء حللنا حمضا أو أساسا أو ملحا في الماء .

3 – يجب أن أعرف أن التوازن حمض – أساس يختلّ بتغيُّر pH المحلول ، وأن تغيير الـ pH يكون بإضافة شوارد الهيدروكسيد أو شوارد الهيدرونيوم للمحلول .

4 – يجب أن أعرف أنه بواسطة ثابت الحموضة K_A أو pK_A يمكن أن نقارن بين قوتي حمضين ضعيفين أو أساسين ضعيفين بغض النظر عن تركيزيهما الموليين ، بشرط أن يكونا في نفس درجة الحرارة .

5 – يجب أن أعرف أن مخطط مجال التغلب يحدّد فقط مجالات للـ pH يكون فيها أحد الأفراد الكيميائية في الثنائية متغلبا ، أما مخطط توزيع الصفة الغالبة فيعطينا من أجل كل قيمة للـ pH النسبة المئوية لكل فرد كيميائي .

6 – يجب أن أعرف أن للكاشف الملون ثنائية أساس/ حمض ، وأن لوني الصفة الأساسية والصفة الحمضية مختلفان .

7 – يجب أن أعرف أن مجالات تغير ألوان الكواشف تُعطى لنا في الامتحانات .

8 – يجب أن أعرف كيفية وضع الثنائيات أساس / حمض على محور الـ pK_A والتنبؤ بالثنائيتين المتفاعلتين .

ملخص الدرس

1 - ثابت الحموضة لثنائية أساس / حمض هو ثابت توازن تفاعل الصفة الحمضية في الثنائية مع الماء .

إذا كانت الثنائية هي HA / A^- ، فإن ثابت الحموضة هو $K_A = \frac{\left[H_3O^+\right] \times \left[A^-\right]}{[HA]}$

نعرّف pK_A لثنائية أساس / حمض بـ $pK_A = -\,Log\,K_A$ أو $K_A = 10^{-pK_A}$

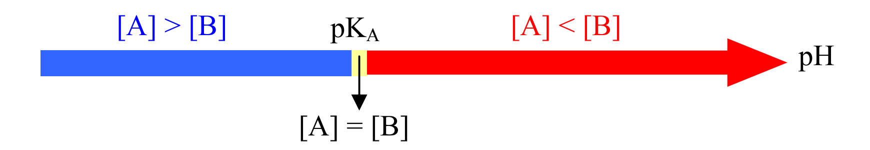
2 – العلاقة بين pH المحلول و pK_A الثنائية HA / A^- هي $pH = pK_A + Log\frac{\left[A^-\right]}{[HA]}$ (علاقة أندرسون)

3 – **مقارنة قوتي حمضين ضعيفين** : الحمض الذي له ثابت حموضة أكبر هو الحمض الأقوى ، أي الذي له pK_A الأصغر .

4 – **مقارنة قوتي أساسين ضعيفين** : الأساس الذي له ثابت حموضة أصغر هو الأساس الأقوى ، أي الذي له pK_A الأكبر

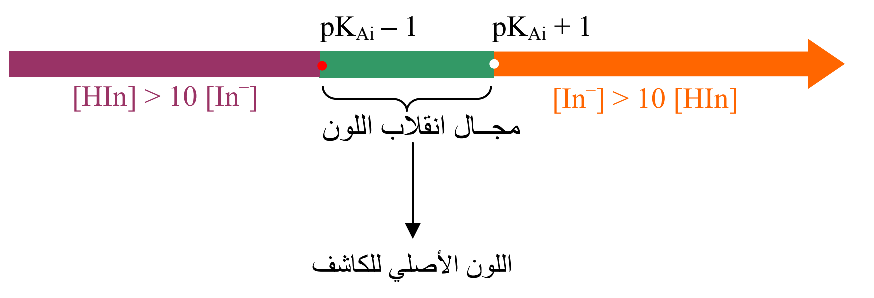
5 – **مخطط مجالات تغلب الأفراد الكيميائية** :

في ثنائية أساس / حمض A / B ، حيث B هي الصفة الأساسية و A هي الصفة الحمضية يكون مخطط مجالات التغلب كما يلي :



6 – مجـال تغيّر لون كاشف ملون

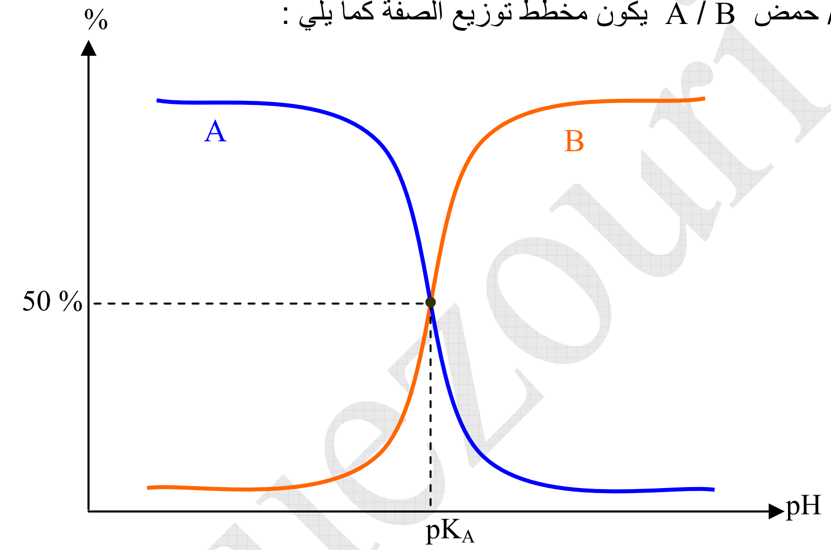
يتغير لون الكاشف الملوّن حسب pH المحلول الذي يوجد فيه . فإذا رمزنا للثنائية الخاصة بالكاشف HIn / In^- يكون مجال تغير لون الكاشف كما يلي



7 – مخطط توزيع الصفة في ثنائية :

عبارة عن تمثيل النسبتين المئويتين للفردين الكيميائيين في ثنائية بدلالة pH المحلول .

من أجل الثنائية أساس / حمض A / B يكون مخطط توزيع الصفة كما يلي :



8 - الثنائيتان الخاصتان بالماء :

في حالة الماء أساس H_3O^+ / H_2O **$pK_A = 0$**

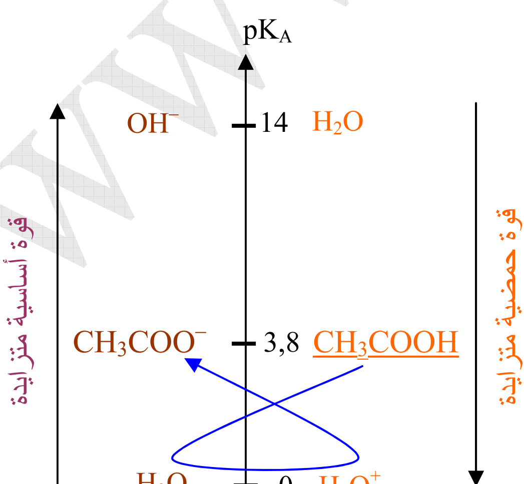
في حالة الماء حمض H_2O / OH^- **$pK_A = 14$**

9 - محور الـ pK_A : هو محور نضع عليه قيم الـ pK_A لكل الثنائيات الموجودة في المحلول بالترتيب ، ومن ذلك يمكن التنبؤ بالتفاعل الحاصل .

مثلا وجود حمض الميثانويك في الماء . في هذه الحالة لدينا ثلاث ثنائيات أساس / حمض هي :

$HCOOH / HCOO^-$ ، H_3O^+ / H_2O ، H_2O / OH^-

يحدث التفاعل بين أقوى حمض موجود بكثرة مع أقوى أساس موجود بكثرة .



الدرس

1 – ثابت الحموضة K_A

يعبّر هذا الثابت عن حالة التوازن التي يصلها التفاعل الكيميـائي بين الصفة الحمضية لثنائية أساس / حمض مع الماء ، وهو عدد مجرّد من الوحدة .

لتكن الثنائية CH_3COOH / CH_3COO^- . يتفاعل الحمض CH_3COOH مع الماء حسب المعادلة :

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

ثابت التوازن هو : $K = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ ،

ثابت الحموضة هو : $K_A = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$

ومنه $K = K_A$

لتكن الثنائية NH_4^+ / NH_3 . يتفاعل الحمض NH_4^+ مع المـاء حسب المعادلة :

$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} = NH_{3\,(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

ثابت التوازن هو : $K = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}$ ،

ثابت الحموضة هو : $K_A = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}$

ومنه $K = K_A$

ثابت الحموضة لثنائية A / B هو : $\boldsymbol{K_A = \frac{[H_3O^+][B]}{[A]}}$

نعرّف pK_A ثنائية أساس / حمض باللوغاريتم العشري لمقلوب ثابت الحموضة ، $\boldsymbol{pK_A = Log\frac{1}{K_A} = -Log\ K_A}$

بالنسبة للمـاء :

إذا كان الماء أساسا ، فإن الثنائية أساس / حمض هي H_3O^+ / H_2O ، ويكون بذلك $K_A = \frac{[H_3O^+][H_2O]}{[H_3O^+]}$ ، وبما أن التركيز المولي للماء يجب أن لا يظهر في عبارة ثابت التوازن وبالتالي في عبارة ثابت الحموضة ، نكتب :

$K_A = \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = 1$ ، ومنه $pK_A = -\,Log\ K_A = -\,Log\ 1 = 0$

$$pK_A\ (H_3O^+/H_2O) = 0$$

إذا كان الماء حمضا ، فإن الثنائية أساس / حمض هي H_2O / OH^- ، ويكون بذلك $K_A = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]}$ ، وبما أن التركيز المولي للماء يجب أن لا يظهر في عبارة ثابت التوازن وبالتالي في عبارة ثابت الحموضة ، نكتب :

$K_A = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$ ، ومنه $pK_A = -Log\, K_A = -Log\, 10^{-14} = 14$

$$pK_A\, (H_2O/OH^-) = 14$$

خصائص ثابت الحموضة

- قيمة كبيرة لثابت الحموضة تدل على أن الحمض يتقدم أكثر في تفاعله مع الماء .

لاحظ مثلا النسبة $K_A = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ ، فلكي تكون قيمة K_A أكبر يجب أن يكون المقام أصغر والبسط أكبر .

المقام أصغر : معناه كميّة مادة الحمض الباقية قليلة أي أن هذا الحمض قد تشرّد كثيرا .

البسط أكبر : هذا منطقي لأن كلما تناقصت جزيئات الحمض تزايدت شوارد الهيدرونيوم وشوارد الإيثانوات في المحلول .

- قيمة كبيرة لثابت الحموضة تدل على أن الأساس لا يتقدّم كثيرا في تفاعله مع الماء

لاحظ مثلا النسبة $K_A = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}$ ، فلكي تكون قيمة K_A أكبر يجب أن يكون المقام أصغر والبسط أكبر .

المقام أصغر : معناه كميّة مادة الحمض المرافق للأساس قليلة أي أن هذا الأساس قليل التشرد في الماء .

البسط أكبر : معناه أن كمية مادة الأساس NH_3 كثيرة ، وهي الباقية بدون تشرد .

- من أجل حمضين ضعيفين تركيزاهما الموليان متساويان فإن الحمض المنتسب للثنائية ذات الـ K_A الأكبر هو الذي تكون من أجله النسبة النهائية للتقدم τ أكبر .
- ثابت الحموضة يتعلّق بدرجة حرارة المحلول المـائي .

ملاحظة : في طرح التمارين عادة نعتبر المحاليل المائية في الدرجة $25°C$ ، وبالتالي قيم الـ K_A التي تُعطى توافق هذه الدرجة .

لما نقول ثابت حموضة حمض الميثانويك $K_A = 1,6 \times 10^{-4}$ ، يكون قصدنا الحمض المنتسب للثنائية $HCOOH / HCOO^-$ ودرجة الحرارة هي $25°C$.

2 - مخطط مجالات التغلب

يفيدنا هذا المخطط في معرفة الأفراد المتغلبة من أجل كل قيمة لـ pH المحلول . فمثلا نضيف شيئا فشيئا محلول هيدروكسيد الصوديوم لمحلول حمض الإيثانويك .

معادلة التفاعل هي : $CH_3COOH_{(aq)} + (Na^+ , OH^-)_{(aq)} = (CH_3COO^- , Na^+)_{(aq)}\, H_2O_{(l)}$

كلما أضفنا محلول هيدروكسيد الصوديوم يتناقص التركيز المولي للفرد CH_3COOH ويزداد التركيز المولي للفرد CH_3COO^- .

لدينا علاقة أندرسون $pH = pK_A + Log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ ، ومنه $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 10^{pH - pK_A}$

- من أجل $pH = pK_A$ يكون $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 10^0 = 1$ ، أي أن $[CH_3COOH] = [CH_3COO^-]$

- من أجل $pH > pK_A$ يكون $[CH_3COO^-] > [CH_3COOH]$
- من أجل $pH < pK_A$ يكون $[CH_3COOH] > [CH_3COO^-]$

ويكون مخطط مجـال التغلب كما يلي : مع العلم أن $pK_A = 4,8$ للثنائية $HCOOH / HCOO^-$

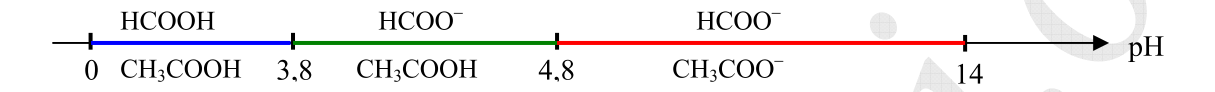
CH_3COOH CH_3COO^- pH
4,8

مثلا : نمزج إيثانوات الصوديوم مع حمض الميثانويك لنكوّن بذلك محلولا مـائيا . إن الثنائيات الموجودة في هذا المحلول هي :

H_3O^+ / H_2O ، $HCOOH / HCOO^-$ ، CH_3COOH / CH_3COO^- ، H_2O / OH^- (Na^+ شاردة غير فعالة)

قيمُ الـ pK_A الخاصة بهذه الثنائيات هي على الترتيب 0 ، 3,8 ، 4,8 ، 14

تواجد الأنواع الكيميائية على المخطط يكون كما يلي : (السلم غير محترم في هذا التمثيل)



ملاحظة :

الفردان الكيميائيان OH^- و H_3O^+ نحددهما بواسطة قيمة pH المحلول ، لأن جداءهما يساوي دائما 10^{-14} في الدرجة 25°C .

3 - مخطط توزيع الصفة الحمضية والأساسية في ثنائية

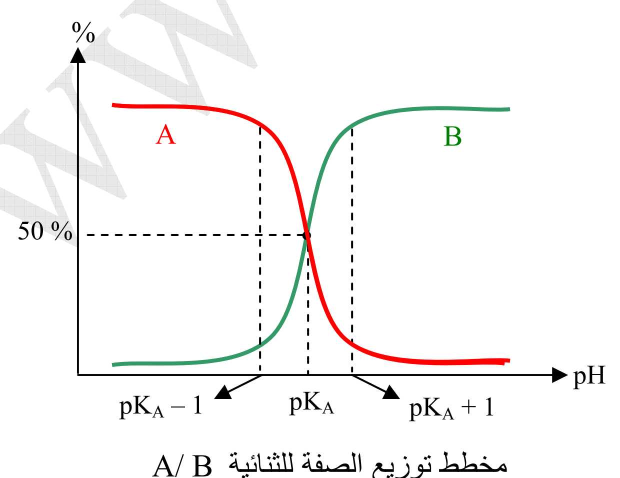
في محلول مائي لحمض ضعيف أو أساس ضعيف يمكن متابعة تطور تركيزي الفردين الكيميائيين بدلالة pH المحلول ، من أجل هذا نمثل على التراتيب النسبتين المئويتين لتركيزي الفردين في مزيجهما ، وعلى الفواصل نمثل pH المحلول .

مثلا ندرس تغيّر تركيزي الإيثانوات وحمض الإيثانويك في محلول مائي لحمض الإيثانويك ، وذلك عند إضافة محلول مائي لأساس قوي مثل هيدروكسيد الصوديوم شيئا فشيئا .

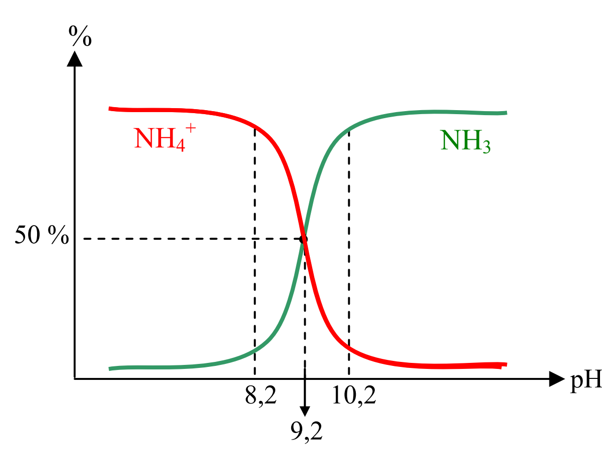
إذا اعتبرنا أن من أجل ثنائية A / B يكون الفرد A متغلبا على الفرد B إذا كان $[A] > 10\,[B]$ ، ويكون الفرد B متغلبا على الفرد A إذا كان $[B] > 10\,[A]$.

عندما يكون B متغلّبا : يكون $\frac{[B]}{[A]} > 10$ ، وبالتالي : $Log\frac{[B]}{[A]} > 1$ ، أي $pH - pK_A > 1$ ، ومنه : $pH > PK_A + 1$

عندما يكون A متغلّبا : يكون $\frac{[B]}{[A]} < \frac{1}{10}$ ، وبالتالي : $Log\frac{[B]}{[A]} < -1$ ، أي $pH - pK_A < -1$ ، ومنه : $pH < PK_A - 1$



مخطط توزيع الصفة للثنائية A/ B



مخطط توزيع الصفة للثنائية NH_4^+/ NH_3

4 - الكواشف الملوّنة

هي حموض أو أسس ضعيفة تتميز بالثنائية أساس / حمض HIn / In^- . لون الجزيء HIn يختلف عن لون الشاردة In^- الصيغة المجملة لأزرق البروموتيمول هي $C_{27}H_{28}Br_2O_5S$ ، وصيغته المفصلة معقدة جدا ، لا نستفيد منها في هذا الموضوع ونفس الشيء بالنسبة للكواشف الملونة الأخرى . كان هذا فقط تبريرا للرمز بالثنائية HIn / In^- لكل الكواشف .

بما أن الكاشف يتلوّن حسب pH الوسط الموجود فيه ، فإنه حتما يمر بمرحلة لونية ، نسمي هذه المرحلة مجال تغير لون الكاشف .

يمكن لعين سليمة أن تميّز لون الصفة الأساسية عن لون الصفة الحمضية للكاشف إذا كان التركيز المولي لإحداهما عشر مرات أكبر من الأخرى .

نكتب علاقة أندرسون بالنسبة لثنائية كاشف ملون $pH = pK_{Ai} + Log\dfrac{[In^-]}{[HIn]}$ ، ونبحث عن مجال تغيّر لون الكاشف .

تشاهد العين لون In^- إذا كان $\dfrac{[In^-]}{[HIn]} > 10$ ، وبالتالي $Log\dfrac{[In^-]}{[HIn]} > 1$ ، أي $pH - pK_{Ai} > 1$ ، ومنه :

$$pH > pK_{Ai} + 1$$

تشاهد العين لون HIn إذا كان $\dfrac{[In^-]}{[HIn]} < \dfrac{1}{10}$ ، وبالتالي $Log\dfrac{[In^-]}{[HIn]} < -1$ ، أي $pH - pK_{Ai} < -1$ ، ومنه :

$$pH < pK_{Ai} - 1$$

$pK_{Ai} - 1$ pK_{Ai} $pK_{Ai} + 1$ pH

$[HIn] > 10\,[In^-]$ $[In^-] > 10\,[HIn]$

مجــال انقلاب اللون

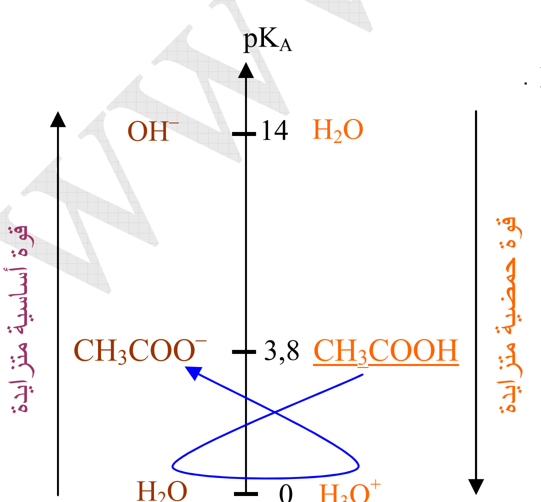
ملاحظة : مخطط توزيع الصفة بالنسبة لكاشف ملون يكون مثل باقي الثنائيات أساس / حمض الأخرى .

5 - التنبؤ بتفاعل ثنائيتين في محلول مائي

ليكن لدينا مثلا محلول مائي لحمض الإيثانويك CH_3COOH . إن الثنائيات الموجودة في المحلول هي :

CH_3COOH / CH_3COO^- ، H_3O^+ / H_2O ، $H_2O\ / OH^-$ ، ذات الـ pK_A على الترتيب :

4,8   0,0   14,0



نرتّب هذه الثنائيات مع قيم الـ pK_A الموافقة لها على محور نسميه محور الـ pK_A .

نضع الحموض مثلا على اليمين والأسس على اليسار ، ونعلم أن القوة الحمضية تتناسب عكسيا مع الـ pK_A ، وأن القوة الأساسية تتناسب طريا مع الـ pK_A .

نضع خطا أسفل أقوى حمض موجود بكثرة في بداية التفاعل .

في مثالنا ، الحمض هو CH_3COOH . حيث رغم أن الحمض H_3O^+ أقوى منه ، لكن هذا الأخير يشكل نسبة قليلة في المحلول إذا ما قورنت بالحمض CH_3COOH .

نضع خطا أسفل أقوى أساس موجود بكثرة في بداية التفاعل .

في مثالنا ، الأساس هو H_2O . حيث رغم أن الأساسين CH_3COO^- و OH^-

أقوى منه ، لكن الأساس H_2O هو الذي يشكل أكبر نسبة في المزيج . يحدث التفاعل دائما بين أقوى حمض وأقوى أساس موجودين بكثرة .

طريقة Gamma تبين لنا محور الـ pK_A الفردين المتفاعلين والفردين الناتجين .

التفاعل الذي يحدث هو : $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

أسئلة قصيرة من أجل استيعاب الدرس

المـاء

1 – لماذا الماء المقطر موصّل ضعيف جدا للتيار الكهربائي ؟

2 – اذكر تعريف الجداء الشاردي للماء ، هل يتعلق هذا الجداء بدرجة حرارة المحلول ؟

3 – ما هو التركيز المولي للماء ؟

4 – ما هو شرط إهمـال التفكك الذاتي للماء عندما نحلل فيه حمضا أو أساسا ؟

ثابت الحموضة

1 – اكتب معادلة التفاعل بين NH_4^+ والماء ، ثم اكتب عبارة ثابت الحموضة وعبارة ثابت التوازن . ما هي العلاقة بين الثابتين ؟

2 – اكتب معادلة التفاعل بين NH_3 والماء ، ثم اكتب عبارة ثابت التوازن وعبارة ثابت الحموضة . ما هي العلاقة بين الثابتين ؟

3 – حمضان ضعيفان HA_1 و HA_2 حيث ثابتا حموضة الثنائيتين HA_1 / A_1^- و HA_2 / A_2^- هما على الترتيب K_{A1} ، K_{A2} حيث $K_{A1} > K_{A2}$. هذان الحمضان لهما نفس التركيز المولي C .

أ) ما هو الحمض الذي محلوله المائي له أصغر قيمة لـ pH ؟ علل

ب) من أجل $pH = 2{,}5$ ما هو الفرد المتغلب في الثنائية HA_1 / A_1^- إذا كان $pK_{A1} = 3{,}8$ ؟

جـ) اوجد علاقة بين K_A ، C ، τ حيث τ هي نسبة التقدم النهائي لتفاعل الحمض HA مع الماء .

مجال التغلب

1 –

أ) اكتب معادلة تفاعل الإيثان أمين مع الماء .

ب) إذا كانت كتلة الإيثان أمين المنحلة في لتر من الماء $m = 0{,}45\ g$ ، وأن pH هذا المحلول هو 11,3

- احسب pK_A الثنائية $C_2H_5NH_3^+ / C_2H_5NH_2$
- مثل مخطط مجالات التغلب لأفراد هذه الثنائية .

2 – أ) اكتب معادلة تفاعل حمض البروبانويك مع الماء .

ب) إذا كانت كتلة حمض البروبانويك المنحلة في لتر من الماء $m = 74\ mg$ ، وأن pH هذا المحلول هو 3,95

- احسب pK_A الثنائية $C_2H_5COOH / C_2H_5COO^-$
- مثل مخطط مجالات التغلب لأفراد هذه الثنائية .

أجوبة الأسئلة القصيرة

المـاء

1 – لتر من الماء المقطر يحتوي على 10^{-7} mol من شوارد الهيدرونيوم و 10^{-7} mol من شوارد الهيدروكسيد ، ونعلم أن الأفراد الكيميائية المسؤولة عن مرور التيار الكهربائي في المحاليل هي الشوارد ، إذن حسب هذه التراكيز تكون ناقلية الماء شبة معدومة .

2 – المقصود بالجداء الشاردي للماء هو جداء تركيز شوارد الهيدروكسيد بشوارد الهيدرونيوم .

كلما رفعنا درجة حرارة الماء يزداد تفككه الذاتي ، وبالتالي يزداد تركيزا كل من الهيدرونيوم والهيدروكسيد ، ومنه إرتفاع الجداء الشاردي للماء .

3 – التركيز المولي للماء : نعلم أن لترا من الماء كتلته 1000 g وبالتالي $[H_2O] = \frac{m}{M} = \frac{1000}{18} = 55{,}5\ mol/L$.

هذا التركيز لا يتغير عندما نحلل في الماء حمضا أو أساسا أو ملحا .

4 - حتى نهمل التفكك الذاتي للماء (معناه نهمل تركيزي شاردتي الهيدرونيوم والهيدروكسيد) يجب أن يكون $pH < 6$ للمحلول الذي نتحصل عليه عندما نحلل في الماء حمضا ، و $pH > 8$ للمحلول الذي نتحصل عليه عندما نحلل أساسا في الماء .المقصود من هذا هو أنه عندما نحسب التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم أو شوارد الهيدروكسيد في المحلول المائي يجب أن تكون أكبر على الأقل بعشر مرات من تركيزها في الماء المقطر لوحده .

ثابت الحموضة

1 – $NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} = NH_{3(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$

ثابت الحموضة هو $K_A = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}$ ، وثابت التوازن هو نفسه ، أي $K = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}$

2 - $NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} = NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

ثابت الحموضة هو $K_A = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}$ ، وثابت التوازن هو $K = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$

من عبارة K_A نستنتج $\frac{[H_3O^+]}{K_A} = \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$ ، ثم نعوض في عبارة ثابت التوازن نجد $K_A\ K = [H_3O^+] \times [OH^-]$

ومنه : $K_A\ K = K_e$

3 - أ) ثابت الحموضة الأكبر يوافق النسبة النهائية للتقدم الأكبر (نفس التركيز المولي) ، ولدينا $\tau = \frac{[H_3O^+]}{C}$ ، هذا يعني $[H_3O^+]$ أكبر ، ولدينا $pH = -Log\,[H_3O^+]$ ، إذن الـ pH الأصغر .

ب) $2{,}5 < 3{,}8$

جـ) لدينا $K_A = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$ ، مع العلم أن $[H_3O^+] \approx [A^-]$ ، ومنه $K_A = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]}$ (1)

لدينا $\tau = \frac{[H_3O^+]}{C}$ ، ومنه $[H_3O^+] = \tau \times C$ ، ولدينا كذلك $[HA] = C - [H_3O^+]$

بالتعويض في العلاقة (1) نجد $K_A = \frac{\tau^2 C^2}{C - \tau C} = \frac{\tau^2 C}{1-\tau}$

مجـال التغلّب

1 - أ) $C_2H_5NH_{2\,(aq)} + H_2O_{(l)} = C_2H_5NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

ب) $pK_A = pH - Log\frac{[C_2H_5NH_2]}{[C_2H_5NH_3^+]}$ (2)

التركيز المولي للأساس $C = \frac{m}{M\ V} = \frac{0,45}{45\times 1} = 1,0\times 10^{-2}\ mol/L$

لدينا $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,3} = 5,0\times 10^{-12}\ mol/L$ ، وبالتالي $[OH^-] = 2\times 10^{-3}$ mol/L

حسب مبدأ انحفاظ الشحنة في المحلول : $[OH^-] = [H_3O^+] + [C_2H_5NH_3^+]$ ، وبإهمال $[H_3O^+]$ لأنها فائقة القلة .

نكتب $[C_2H_5NH_3^+] = [OH^-]$ ، (أو بإنشاء جدول التقدم والاستنتاج منه)

حسب مبدأ انحفاظ مادة الأمين في المحلول : $C = [C_2H_5NH_2] + [C_2H_5NH_3^+]$ ، ومنه :

$[C_2H_5NH_2] = 10^{-2} - 2\times 10^{-3} = 8\times 10^{-3}$ mol/L ، (أو بإنشاء جدول التقدم والاستنتاج منه)

بالتعويض في العلاقة (2) $pK_A = 11,3 - Log\frac{8\times 10^{-3}}{2\times 10^{-3}} = 11,3 - Log\ 4 = 10,69$

مخطط مجالات التغلب :

$C_2H_5NH_3^+$ — pK_A = 10,69 — $C_2H_5NH_2$ → pH

2 - أ) $C_2H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = C_2H_5COO^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$

ب) $pK_A = pH - Log\frac{[C_2H_5COO^-]}{[C_2H_5COOH]}$ (2)

التركيز المولي للحمض $C = \frac{m}{M\ V} = \frac{0,074}{74\times 1} = 1,0\times 10^{-3}\ mol/L$

لدينا $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,95} = 1,12\times 10^{-4}\ mol/L$ ، وبالتالي $[OH^-] = 8,9\times 10^{-11}$ mol/L

حسب مبدأ انحفاظ الشحنة في المحلول : $[OH^-] + [C_2H_5COO^-] = [H_3O^+]$ ، وبإهمال $[OH^-]$ لأنها فائقة القلة .

نكتب $[C_2H_5COO^-] = [H_3O^+]$ (أو بإنشاء جدول التقدم والاستنتاج منه)

حسب مبدأ انحفاظ مادة الحمض في المحلول : $C = [C_2H_5COOH] + [C_2H_5COO^-]$ ، ومنه :

$[C_2H_5COOH] = 10^{-3} - 1,12\times 10^{-4} = 8,9\times 10^{-4}$ mol/L ، (أو بإنشاء جدول التقدم والاستنتاج منه)

بالتعويض في العلاقة (2) $pK_A = 3,95 - Log\frac{1,12\times 10^{-4}}{8,9\times 10^{-4}} = 4,85$

مخطط مجالات التغلب :

C_2H_5COOH — pK_A = 4,85 — $C_2H_5COO^-$ → pH